QUÍMICA

CICLO REPASO UNI

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

Temas:

- Reacciones químicas
- Cálculos en química
- Estequiometría

CICLO REPASO UNI

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

I. REACCIONES QUÍMICAS

Es la interacción de los reactivos a ciertas condiciones de presión y temperatura generando nuevas sustancias denominados productos. Hay ruptura y formación de nuevos enlaces por ello la composición, estructura y propiedades de las sustancias varían.

1.1 SEGÚN LA FORMA DE OBTNER PRODUCTOS

A) REACCIONES DE SÍNTESIS O DE ADICIÓN

$$K_2O + SO_3 \longrightarrow K_2SO_4$$

B) REACCIÓN DE DESCOMPOSICIÓN

$$2NaHCO_3 \longrightarrow CO_2 + Na_2CO_3 + H_2O$$

C) REACCIÓN DE DESPLAZAMIENTO SIMPLE

$$Fe_{(s)} + CuSO_{4(ac)} \longrightarrow Cu_{(s)} + FeSO_{4(ac)}$$

El hierro es más activo que el cobre

D) REACCIÓN DE DOBLE DESPLAZAMIENTO

$$AgNO_{3(ac)} + KBr_{(ac)} \longrightarrow AgBr_{(s)} + KNO_{3(ac)}$$

1.2 SEGÚN EL CAMBIO ENERGÉTICO

A) REACCIÓN EXOTÉRMICA

Reacción donde se libera energía en forma de calor.

Las reacciones de combustión liberan energía

$$CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O + 890\ \text{kJ}$$

$$\Delta H_{rxn} = -890\ \frac{kJ}{mol} < 0$$

B) REACCIÓN ENDOTÉRMICA

Reacción donde se absorbe energía en forma de calor.

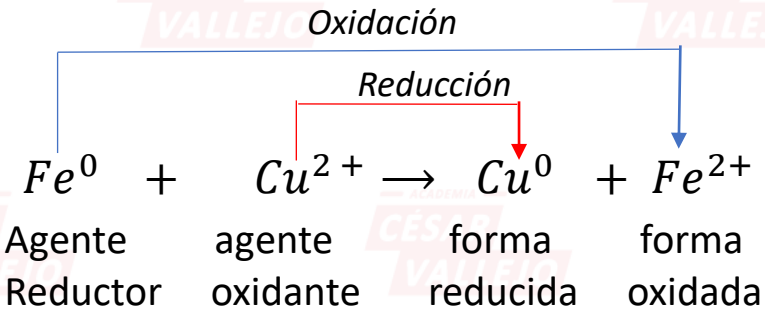
La descomposición de los compuestos consume energía.

$$CaCO_{3(s)} + 180\ kJ \longrightarrow CaO_{(s)} + O_{2(g)}$$

$$\Delta H_{rxn} = +180\ \frac{kJ}{mol} > 0$$

1.3 REACCIONES REDOX

Son reacciones donde hay ganancia y pérdida de electrones en forma simultánea (transferencia de electrones).



REDUCCIÓN	**OX**IDACIÓN
Se **gana electrones**. El estado de oxidación disminuye. La sustancia que se reduce es el **agente oxidante**.	Se **pierde electrones**. El estado de oxidación aumenta. La sustancia que se oxida es el **agente reductor**.

En toda reacción redox, el número de electrones ganados y perdidos son iguales.

1.4 BALANCE DE ECUACIONES QUÍMICAS

1.4.1 Método del cambio de estado de oxidación

a) Determinar el estado de oxidación de todos los elementos.
b) Formar las semirreacciones solo con los elementos que modifican su estado de oxidación.
c) Determinar el número de electrones ganados y perdidos y luego proceder a igualarlos.
d) Sumar las semirreacciones, luego trasladar los coeficientes en la ecuación inicial y culminar el balance por tanteo.

1.4.2 Método ion-electrón

Medio ácido (H^{1+})

a) Balancear a los elementos diferentes al H y O.
b) Balancear el oxígeno agregando H_2O.
c) Balancear el H adicionando **protones, H^{1+}**.

Medio básico(OH^{1-})

a) Balancear a los elementos diferentes al H y O.
b) Agregar H_2O donde hay exceso de oxígeno.
c) Agregar iones **hidróxido, OH^{1-}** al otro extremo.

II. CÁLCULOS EN QUÍMICA

2.1 MASA MOLAR ($\bar{M}$)

Es la masa en gramos de un mol unidades estructurales ($6{,}022x10^{23}$ unidades) de una sustancia química.

ELEMENTO (E)

$$\bar{M}_E = PA(E)\frac{g}{mol}$$

Elemento	PA(uma)	$\bar{M}_E(\frac{g}{mol})$
N	14	14
Zn	65	65

COMPUESTO (X)

$$\bar{M}_X = PF(X)\frac{g}{mol}$$

Compuesto	PF(uma)	$\bar{M}_X(\frac{g}{mol})$
CO_2	44	44
H_2SO_4	98	98

1 mol Zn $\longrightarrow 6{,}022x10^{23}\ átomos\ de\ Zn \longrightarrow 65\ g$

1 mol $CO_2 \longrightarrow 6{,}022x10^{23}\ moléculas\ de\ CO_2 \longrightarrow 44\ g$

El número de moles (n) se calcula así:

$$n = \frac{m}{\bar{M}}$$

2.2 FÓRMULAS QUÍMICAS

FÓRMULA EMPÍRICA (FE)

Es la fórmula más simple de un compuesto.
Presenta la mínima proporción entre los átomos.
Lo poseen los compuestos iónicos y moleculares.

FÓRMULA MOLECULAR (FM)

Es la fórmula real de un compuesto molecular.
presenta la proporción real entre los átomos.
Es múltiplo de la fórmula empírica.

Compuesto	FM	FE	K
Glucosa	$C_6H_{12}O_2$	CH_2O	6
Ácido acético	$C_2H_4O_2$	CH_2O	2

FM = K.FE

$$\bar{M}_{FM} = K.\bar{M}_{FE}$$

III. ESTEQUIOMETRÍA

Consiste en relacionar la cantidad consumida de los reactivos con la cantidad formada de los productos aplicando leyes estequiométricas.

3.1 LEYES PODERALES

3.1.1 LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA

En las reacciones químicas, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos.

$\bar{M}\left(\frac{g}{mol}\right)$: 64 32 80

$$2SO_2 + O_2 \longrightarrow 2SO_3$$

128 g + 32 g = 160 g

3.1.2 LEY DE LAS PROPORCIONES CONSTANTES

En la formación de un compuesto, las masas de los elementos que reaccionan están en una proporción constante y definida.

$\bar{M}\left(\frac{g}{mol}\right)$: 24 2 26

$$Mg_{(s)} + H_{2(g)} \longrightarrow MgH_{2(s)}$$

24 g 2 g 26 g

12 g	**1 g**	**13 g**

Reactivo Limitante (RL)	Reactivo en exceso (RE)
Se consume por completo por estar en menor proporción estequiométrica. Limita la cantidad de producto formado.	Se consume parcialmente por estar en mayor proporción estequiométrica. Lo que no se consume se mezcla con el producto.

3.2 LEY VOLUMÉTRICA

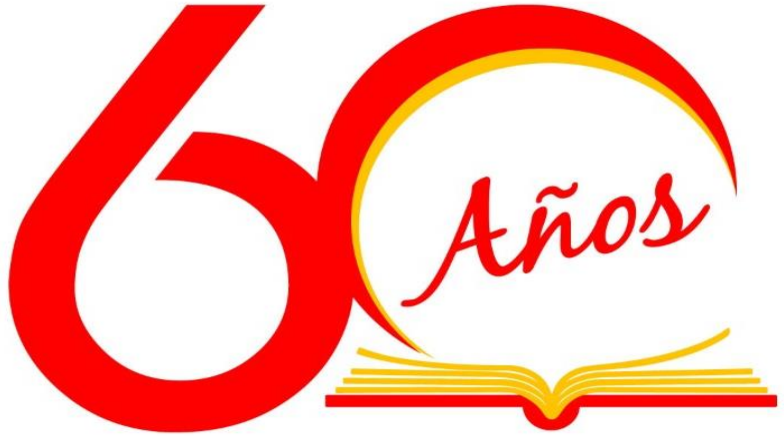
Cuando los gases reaccionan a P y T constante, sus volúmenes son proporcionales a sus coeficientes estequiométricos.

$$1N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)}$$

1L 3L 2 L

3.3 RENDIMIENTO PORCENTUAL (%R)

$$\%R = \frac{Cantidad\ reala\ de\ producto}{Cantidad\ teórica\ de\ producto} x100\%$$



¡Gracias!